الفصل الأول : الغازات

قوانين الغازات

قانون بويل : ينص على ان حجم كمية محددة من الغاز يتناسب عكسيا مع الضغط الواقع عليه عند ثبوت درجة حرارته.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

الصفر المطلق : هو اقل قيمة ممكنة لدرجة الحرارة التي تكون عندها طاقة الذرات أقل ما يمكن وهو الصفر على تدريج كلفن.

قانون شارل : ينص على ان حجم كمية محددة من الغاز يتناسب طرديا مع درجة حرارته بالكلفن عند ثبوت الضغط.

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

قانون جاي لوساك : ينص على ان ضغط مقدار محدد من الغاز يتناسب طرديا مع درجة الحرارة بالكلفن له عند ثبوت الحجم .

$$P_1/T_1 = P_2/T_2$$

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

القانون العام للغازات وهو يحدد العلاقة بين الضغط و درجة الحرارة و الحجم لكمية محددة من الغاز .

$$P_1V_1/T_1= P_2V_2/T_2$$

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

قانون الغاز المثالي:

مبدأ افوجادرو : ينص على ان الحجوم المتساوية من الغازات المختلفة تحتوي العدد نفسه من الجسيمات عند نفس درجة الحرارة و الضغط.

الحجم المولاري : لغاز هو الحجم الذي يشغله 1mol منه عند الظروف المعيارية (0c) (1 atm)

بين افوجادرو ان 1mol من اي غاز يشغل حجما مقداره 22.4 L/mol بوصفه معامل تحويل عندما يكون الغاز في الظروف المعيارية .

(ويستخدم هذا المعامل في حل المسائل عند الظروف المعيارية). وهذا المعامل هو $n = V/22.4$

حيث n هي عدد المولات V هو الحجم .

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

ثابت الغاز المثالي يرمز له بالرمز R وقيمة R هي 0.0821 L.atm/mol.K

قانون الغاز المثالي: يصف السلوك الفيزيائي للغاز المثالي من حيث الضغط و الحجم و درجة الحرارة و عدد مولات الغاز المتوافرة.

$$PV = nRT$$

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

الكتلة المولية و قانون الغاز المثالي $M = m/M$ (m الكتلة بالجرام ، M الكتلة المولية)

$$M = mRT / PV$$

الكثافة وقانون الغاز المثالي $D = m/ V$ (D الكثافة ، V الحجم ، m الكتلة بالجرام)

$$D = MP /RT$$

الغاز الحقيقي والغاز المثالي :

متى يكون الغاز المثالي غير مناسب للاستخدام مع الغاز الحقيقي ؟

تحيد معظم الغازات الحقيقية في سلوكها عن الغاز المثالي **عند الضغط العالي و درجات الحرارة المنخفضة.**

(تسلك الغازات الحقيقية عند الضغط العالي و درجات الحرارة منخفضة سلوكا مغايرا لسلوك الغاز المثالي.)

القطبية و حجم الجسيمات :

لا تسلك الغازات القطبية سلوك الغاز المثالي .

تميل جسيمات الغاز الكبيرة الى الابتعاد عن السلوك المثالي أكثر من جسيمات الغاز الصغيرة.

الحسابات المتعلقة بالغازات

الحسابات الكيميائية حساب الحجم

لايجاد غاز متفاعل او ناتج عن في التفاعل الكيميائي يجب عليك معرفة المعادلة الكيميائية الموزونة لهذا التفاعل وحجم غاز اخر مشارك في التقاعل على الاقل .

المعاملات في المعادلة الموزونة تمثل النسب الحجمية للغازات المشاركة في التفاعل .

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

حسابات الحجم ـ الكتلة

المعادلة الكيميائية الموزونة تبين اعداد المولات و الحجوم النسبية للغازات فقط وليس كتلها لذا يجب ان يتم تحويل كل الكتل المعطاة الى مولات او حجوم قبل استخدامها جزءا من النسبة تذكر ايضا ان وحدة درجة الحرارة يجب ان تكون بالكلفن.

(راجع حلول المسائل في الملزمة)

الصيغة العامة لتفاعل البلمرة حيث تمثل n عدد الوحدات المتكررة

$-(CH_2 - CH_2)n$ $n (C_2H_4)$

الفصل الثاني : المخاليط والمحاليل

أنواع المخاليط

المخاليط غير المتجانسة

المخلوط المعلق: مخلوط يحتوي على جسيمات يمكن ان تترسب بالترويق .

مثل مخلوط الرمل والماء (ماء الوحل) .

المخلوط الغروي: هو المخلوط الذي يتكون من جسيمات متوسطة الحجم وتتراوح اقطارها بين 1nm – 1000nm ولا تترسب

مثال / يعد الحليب مخلوط غروي

تسمى المادة الاكثر توافر في المخلوط وسط الانتشار.

امثلة على انواع المخاليط الغروية

صلب في صلب : الاحجار الكريمة الملونة

صلب في سائل : الدم الجيلانين

الهباء الجوي الصلب : الدخان الغبار في الهواء

الهباء الجوي السائل : الغيوم و الضباب

مستحلب : الحليب

الحركة البراونية : تتحرك الجسيمات المنتشرة في المخاليط الغروية السائلة حركة عشوائية عنيفة

تأثير تندال : هي ظاهرة في المخاليط الغروية تعمل على تشتيت الضوء .

(تظهر المخاليط الغروية و المعلقة تاثير تندال)

هناك نوعان من المخاليط غير المتجانسة هما المخلوط المعلق والمخلوط الغروي .

المخاليط المتجانسة

المحاليل مخاليط متجانسة تحتوي على مادتين أو أكثر

لا يمكن التمييز بين المذيب و المذاب عند النظر إلى المحلول.

تركيز المحلول :

التركيز : هو مقياس يعبر عن كمية المذاب الذائبة في كمية محددة من المذيب او المحلول

المولارية M / هي عدد مولات المذاب الذائبة في لتر من المحلول تعرف ايضا بالتركيز المثالي

معادلة التخفيف

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

المولالية m : يرمز اليه بالرمز m ويكون تركيز المحلول الذي يحتوي على 1mol من المذاب في 1 Kg

الكسر المولي :هونسبة عدد مولات المذاب او المذيب في المحلول الى عدد المولات الكلية للمذيب و المذاب ويستعمل الرمز X

(راجع القوانين وحلول المسائل في الملزمة)

وصف التركيز	النسبة (العلاقة الرياضية)
النسبة المئوية بدلالة الكتلة	= كتلة المذاب x 100 / كتلة المحلول
النسبة المئوية بدلالة الحجم	= حجم المذاب x 100 / حجم المحلول
المولارية (التركيز المولاري)	= عددمولات المذاب / حجم المحلول باللتر
المولالية (التركيز المولالي)	= عدد مولات المذاب / كتلة المذيب kg
الكسر المولي	= عدد مولات المذاب أو المذيب / عدد مولات المذاب + عدد مولات المذيب

العوامل المؤثرة في الذوبان :

الذوبان : هي عملية إحاطة جسيمات المذاب بجسيمات المذيب و المذيب يذيب شبيهه

محاليل المركبات الايونية: مثل كلوريد الصوديوم NaCl ولا يمكنك اذابة جميع المركبات الايونية في الماء فالجبس لا يذوب في الماء لان قوى التجاذب بين أيونات الجبس قوية .

محاليل المركبات الجزيئية: مثل سكر المائدة يكون روابط هيدروجينية مع الماء و يذوب فيه ، أما الزيت فلا يذوب الا في مذيب غير قطبي .

حرارة الذوبان : هو التغير الكلي للطاقة الذي يحدث خلال عملية تكون المحلول

العوامل المؤثرة في الذوبان:

التحريك

مساحة السطح : ملعقة من السكر المطحون تذوب اسرع من الكمية نفسها التي تكون في صورة مكعبات

الحرارة : تتاثر سرعة الذوبان بدرجة الحرارة و المذيب الساخن يذيب كمية اكبر من المذاب مقارنة بالمذيب البارد

ذوبان بعض المواد ومنها الغازات يقل بزيادة درجة الحرارة

وهذا يجعل المشروبات الغازية تفقد طعمها اللاذع اسرع عند درجة حرارة الغرفة مما لو كانت باردة .

الذائبية : هي اقصى كمية من المذاب يمكن ان تذوب في كمية محددة من المذيب عنددرجة حرارة معينة.

المحلول غير المشبع : يحتوي على كمية مذاب أقل مما في المحلول المشبع عند درجة حرارة و ضغط معينين.

المحلول المشبع: يحتوي على اكبر كمية من المذاب ذائبة في كمية محددة من المذيب عند درجة حرارة و ضغط معينين.

المحلول فوق المشبع : يحتوي على كمية اكبر من المادة المذابة مقارنة بمحلول مشبع عند درجة الحرارة نفسها .

ذائبية الغازات :

تقل ذائبية غازي الاكسجين و ثاني اكسيد الكربون عند درجات الحرارة المرتفعة مقارنة بدرجات الحرارة المنخفضة .

الضغط و قانون هنري:

كلما ازداد الضغط فوق المحلول زادت ذائبية الغاز في اي مذيب تعتمد المشروبات الغازية على هذا المبدأ

قانون هنري: ينص على أن تتناسب ذائبية الغاز في سائل تناسبا طرديا مع ضغط الغاز الموجود فوق السائل عند ثبوت درجة الحرارة

$$S_1/P_1 = S_2/P_2$$

من الممكن أن يكون المحلول غير مشبع أو مشبعاً أو فوق مشبع .

الخواص الجامعة للمحاليل :

تعتمد الخواص الجامعة على عدد جسيمات المذاب في المحلول .

تشمل الخواص الجامعة:

الانخفاض في الضغط البخاري ، والارتفاع في درجة الغليان ، والانخفاض في درجة التجمد ، والضغط الاسموزي .

المواد المتاينة في محلول مائي :

المركبات الأيونية مواد توصل الكهرباء لذلك تسمى مواد إلكتروليتية .

المواد غير المتاينة في المحلول المائي :

تذوب الكثير من المركبات الجزيئية في المذيبات و لكنها لا تتاين تسمى المواد المذابة غير متاينة مثل السكروز.

الانخفاض في الضغط البخاري : يعتمد على جسيمات المذاب في المحلول و لذلك فهو من الخواص الجامعة للمحاليل.

تاثير 1mol من كل المواد المذابة المتاينة NaCl و Na_2SO_4 و $AlCl_3$ يزداد في الضغط البخاري بسبب تزايد اعداد الايونات التي ينتجها كل منها في محلولها.

$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$　　عدد الأيونات التي ينتجها = ٢

$Na_2SO_4 \longrightarrow 2Na^+ + SO_4^{-2}$　　عدد الأيونات التي ينتجها = ٣

$AlCl_3 \longrightarrow Al^{+3} + 3Cl^-$　　عدد الأيونات التي ينتجها = ٤

الارتفاع في درجة الغليان : ΔT_b هو الفرق بين درجة حرارة غليان المحلول و درجة غليان المذيب النقي .

$$\Delta T_b = k_b\, m$$

الارتفاع في درجة غليان المحلول = درجة غليان المحلول - درجة غليان المذيب النقي

الانخفاض في درجة التجمد المحلول: ΔT_f هو الفرق بين درجة تجمد المحلول ودرجة تجمد المذيب النقي الموجود في المحلول.

الانخفاض في درجة تجمد المحلول = درجة تجمد المذيب النقي - درجة تجمد المحلول

درجة تجمد المحلول دائما اقل من درجة تجمد المذيب النقي .

$$\Delta T_f = k_f\, m$$

عند معرفة التركيز المولالي لمحلول ما فيمكنك حساب ΔT_b و ΔT_f اعتمادا على عدد الجسيمات في المحلول .

حدد الارتفاع في درجة الغليان و الانخفاض في درجة التجمد ثم اضف ΔT_b الى درجة الغليان و اطرح ΔT_f من درجة التجمد.

الخاصية الاسموزية : هي انتشار المذيب خلال غشاء شبه منفذ من المحلول الاقل تركيزا الى المحلول الاكثر تركيزا .

تلعب الخاصية الاسموزية دورا مهمافي الكثير من العمليات الحيوية و منها امتصاص الغذاء في النبات.

الضغط الاسموزي: كمية الضغط الاضافي الناتج عن انتقال جزيئات الماء الى المحلول المركز .

يعتمد الضغط الاسموزي على عدد جسيمات المذاب في كمية محددة من المحلول وهو خاصية جامعة للمحاليل .

الفصل الثالث : الأحماض والقواعد

مقدمة في الأحماض والقواعد :

المحاليل الحمضية طعمها لاذع المحاليل القاعدية طعمها مر ولها ملمس زلق

للمحاليل الحمضية والقاعدية القدرة على توصيل الكهرباء .

التفاعل مع ورق تباع الشمس :

تحول المحاليل الحمضية لون ورق تباع الشمس الى الاحمر و تحول المحاليل القاعدية لونه إلى الأزرق .

تفاعل الأحماض مع الفلزات :

حينما يتفاعل المغانيسيوم و الخارصين مع محاليل الاحماض ينتج عن هذا التفاعل غاز الهيدروجين .

تفاعل الأحماض مع الكربونات أو البيكربونات :

تتفاعل كربونات الفلزات CO_3^{2-} و كربونات الفلزات الهيدروجينية HCO_3^- مع محاليل الاحماض منتجة غاز ثاني اكسيد الكربون CO_2 ، وينتج غاز CO_2 الذي يسبب ظهور الفقاعات.

أيونات الهيدرنيوم والهيدروكسيد :
تحتوي المحاليل المائية جميعها على أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- .
وتحدد الكميات النسبية من الأيونين ما إذا كان المحلول حمضيا او قاعديا او متعادلا .
المحلول الحمضي يحتوي على أيونات هيدروجين أكثر من أيونات الهيدروكسيد.
المحلول القاعدي يحتوي على أيونات هيدروكسيد أكثر من أيونات الهيدروجين.
المحلول المتعادل فيحتوي على تركيزين متساويين من أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد.
عملية التأين الذاتي

$$2H_2O \longrightarrow H_3O^+ + OH^-$$

جزيئا ماء أيون الهيدرونيوم أيون الهيدروكسيد

أيون الهيدرونيوم عبارة عن أيون هيدروجين مرتبط مع جزيء ماء برابطة تساهمية. ويمكن استعمال الرمزين و بالتبادل، أيّ وضع أحدهما مكان الآخر، كما تبين المعادلة المبسطة للتأين الذاتي:

نظرية أرهينيوس للأحماض والقواعد

الحمض : مادة تحتوي على الهيدروجين، وتتأين في المحاليل المائية منتجة أيونات الهيدروجين.
القاعدة: مادة تحتوي على مجموعة الهيدروكسيد، وتتفكك في المحلول المائي منتجة أيون الهيدروكسيد.
احماض وقواعد ارهينيوس يوجد معادلات انظر صفحه رقم 93

وعلى الرغم من أن نموذج أرهينيوس يفسر الكثير من المحاليل الحمضيةً والقاعدية، إلا أنه لا يخلو من بعض السلبيات؛ فمثلا لا تحتوي الأمونيا NH_3 وكربونات الصوديوم Na_2CO_3 على مجموعة الهيدروكسيد إلا أنهما ينتجان في الماء أيون الهيدروكسيد .

نظرية برونستد – لوري للأحماض والقواعد :

الحمض هو المادة المانحة لأيون الهيدروجين،
في حين تكون القاعدة هي المادة المستقبلة لهذا الأيون.

المواد المانحة لأيون الهيدروجين والمواد المستقبلة له يوجد معادلة انظر صفحة رقم 94

$$HX + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + X^-$$

ح ق ح.م ق.م

الحمض المرافق (المقترن) هو المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة أيون الهيدروجين.
القاعدة المرافقة (المقترنة) فهي المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض أيون الهيدروجين.
تتكون تفاعلات برونستد – لوري من أزواج مترافقة من الحمض والقاعدة .

فلوريد الهيدروجين - حمض برونستد - لوري يوجد معادلتين انظر صفحة 95

HF في الماء، فلوريد الهيدروجين قاعدته المرافقة F^-
جزيء الأمونيا NH_3 يستقبل أيون NH_4^+ فإن الأمونيا تصنف قاعدة برونستد – لوري في التفاعل الأمامي.
مواد مترددة (أمفوتيرية) مثل الماء والمواد الأخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الأحماض والقواعد .

الأحماض الأحادية البروتون : الحمض الذي يستطيع أن يمنح أيون هيدروجين واحدا فقط يسمى حمض احادي البروتين ومن حمض البيروكلوريك $HClO_4$ ، وحمض النيتريك HNO_3 ، وحمض الهيدروبروميك HBr ، وحمض الإيثانويك (حمض الخل) CH_3COOH ..
الأحماض المتعددة البروتونات : تمنح بعض الأحماض أكثر من أيون هيدروجين. حمض الكبريتيك H_2SO_4 وحمض الكربونيك H_2CO_3 حمض الفوسفوريك H_3PO_4 وحمض البوريك H_3BO_3 .

نظرية لويس للأحماض والقواعد :

حمض لويس: مادة مستقبلة لزوج من الإلكترونات . **قاعدة لويس:** مادة مانحة لزوج من الإلكترونات.
مانحات ومستقبلات ازواج الالكترونات يوجد معادله صفحه 98
يمثل ايون H^+ في هذا التفاعل حمض لويس و F^- يمثل أيون الفلوريد قاعدة لويس
ملخص النظريات الثلاث للأحماض والقواعد

النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	منتج H^+	منتج OH^-
برونستد- لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	يستقبل زوجاً من الإلكترونات	يمنح زوجاً من الإلكترونات

يعد تفاعل SO_3 مع MgO مهمًا:
لأنه ينتج بلورات من ملح كبريتات الماغنسيوم، تعرف باسم ملح إبسوم $MgSO_4 .7H_2O$
ولهذا الملح استعمالات كثيرة، منها تخفيف آلام العضلات، وهو مغذٍ للنباتات .
اذا ترك SO_3 لينتشر في الغلاف الجوي فسوف يتحد مع الماء الموجود في الهواء مكوناً حمض الكبريتيك الذي يسقط على الأرض في صورة مطر حمضي.

الانهيدريدات (هي جزيئات منزوع منها الماء) . مثلاً تتحد جزيئات غاز ثاني أكسيد الكربون بجزيئات الماء في الجو لتكون حمض الكربونيك H_2CO_3 ،الذي يهطل مع المطر، ويتكون **ماء المطر الحمضي** .

قوة الأحماض والقواعد :

تتأين الأحماض والقواعد القوية في المحاليل تأينا تاما , بينما الأحماض والقواعد الضعيفة في المحاليل تأينا جزئيا .

الأحماض القوية : هي الأحماض التي تتأين كلياً. أمثلة H_2SO_4 , HNO_3 , HCl
الأحماض الضعيفة : هي الأحماض التي تتأين جزئياً . أمثلة H_2CO_3 , CH_3COOH , HF
معادلات التأين جدول 3-3 انظر صفحة 101

Ka ثابت تأين الحمض، وهو قيمة ثابت الاتزان لتأين الحمض الضعيف وتكون قيم Ka للأحماض الأضعف أصغر.
(راجع حل المسائل التدريبية في الملزمة)

القواعد القوية: القاعدة التي تتحلل كليًّا تعرف بأنها قاعدة قوية. منتجة أيونات فلزية وأيونات الهيدروكسيد
القواعد الضعيفة: تتأين جزئيا فقط في المحاليل المائية المخففة .
معادلات التأين للقواعد القوية جدول 3-5 صفحه 104

ثابت التأين لبعض القواعد جدول 3-6 صفحة 3-6 صفحة 105
ثابت تأين القاعدة Kb بأنه قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتأين القاعدة. وكلما صغرت قيمة Kb كانت القاعدة أضعف

أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

k_w ثابت تأين الماء

$$k_w = [OH^-]\ [H^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Kw ومبدأ لوتشاتلييه حاصل ضرب H^+ و OH^- يساوي دائما 1.0×10^{-14} عند درجة حرارة 298 K
يعبر الكيميائيون عن تركيز أيونات الهيدروجين باستعمال تدريج الرقم الهيدروجيني pH
الرقم الهيدروجيني pH

$$pH = -\log [H^+]$$

قيمة pH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروجين. قيم pH للمحاليل الحمضية عند درجة حرارة 298K أقل من 7

الرقم الهيدروكسيدي POH

$$pOH = -\log [OH^-]$$

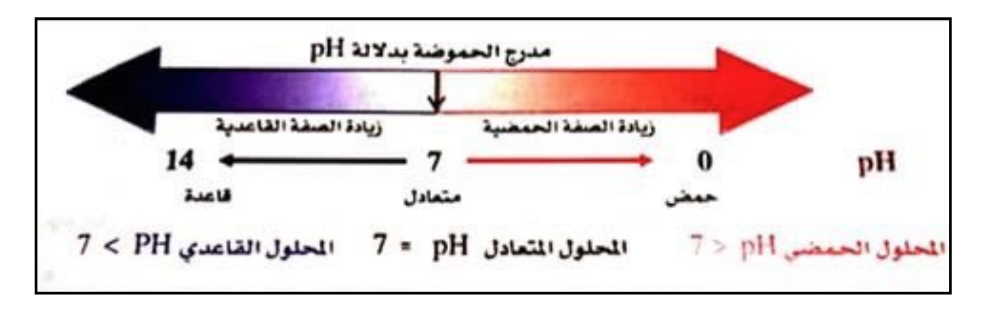
قيمة pOH لمحلول ما تساوي سالب لوغاريتم تركيز أيون الهيدروكسيد.
العلاقة بين pH و pOH

$$pH + pOH = 14$$

حساب تركيز الايونات من قيم pH أو pOH

$$[OH^-] = 10^{-pOH} \quad , \quad [H^+] = 10^{-pH}$$

الشكل يوضح العلاقة بين pH وتركيز H^+ ، والعلاقة بين pOH وتركيز OH^- عند درجة حرارة 298 K.



التعادل :

والملح مركب أيوني يتكون من أيون موجب من قاعدةً وأيون سالب من حمض، لذا يكون تفاعل التعادل إحلالاً مزدوجا.
كتابة معادلات التعادل يوجد معادلة انظر صفحة رقم 115

عندما يتفاعل حمض قوي HCl مع قاعدة قوية NaOH ويتكون NaCl ملح قابل للذوبان.

المعايرة: طريقة لتحديد تركيز محلول ما؛ وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم.

نقطة التكافؤ: هي نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة.
نقطة التكافؤ : أو هي النقطة التي يتساوى عندها عدد مولات الحمض مع عدد مولات القاعدة .
وتسمى نقطة التكافؤ بنقطة التعادل في حالة تفاعل الأحماض والقواعد القوية .

كواشف الأحماض والقواعد: هي الأصباغ الكيميائية التي تتأثر ألوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية كواشف الأحماض والقواعد.

نقطة نهاية المعايرة تسمى النقطة التي يتغير لون الكاشف عندها.

تميه الأملاح : تفاعل الكثير من الأملاح مع الماء في عملية تعرف باسم.

الأملاح التي تنتج محاليل قاعدية:
مثال ينتج ملح فلوريد البوتاسيوم عن قاعدة قوية KOH وحمض ضعيف HF .

الاملاح التي تنتج محاليل حمضية:
مثال ينتج ملح NH_4Cl عن قاعدة ضعيفة NH_3 وحمض قوي HCl

الاملاح التي تنتج محاليل متعادلة:
ينتج ملح نترات الصوديوم $NaNO_3$ عن حمض قوي HNO_3 وقاعدة قوية NaOH يكون محلول نترات الصوديوم متعادلا .

المحاليل المنظمة :
محاليل تقاوم التغيرات في قيم pH عند إضافة كمياتً محددة من الأحماض أو القواعد.
المحلول المنظم يتكون من خليط حمض ضعيف مع قاعدته المرافقة، أو قاعدة ضعيفة مع حمضها المرافق.
سعة المحلول المنظم : كمية الحمض أو القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم أن يستوعبها دون تغير مهم في pH.

الفصل الرابع : تفاعلات الأكسدة والاختزال

الأكسدة والاختزال :

التفاعل الذي انتقلت فيه الإلكترونات من إحدى الذرات إلى ذرة أخرى **تفاعل الأكسدة والاختزال**.
عملية الأكسدة: هي فقدان ذرات المادة للإلكترونات. وتعني الزيادة في عدد الأكسدة .
عملية الاختزال: هي اكتساب ذرات المادة الالكترونات . وتعني النقص في عدد الأكسدة .
المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب إلكترونات) **تسمى عاملا مؤكسداً .**
المادة التي يحدث لها أكسدة (تفقد إلكترونات) **فتسمى عاملا مختزلاً .**

التطبيقات الشائعة على تفاعلات الأكسدة والاختزال إزالة الشوائب من الفلزات إضافة مبيض الغسيل إلى الملابس لتبييضها
(راجع حل المسائل التدريبية في الملزمة)

قواعد تحديد اعداد التأكسد للعناصر جدول 4-2 صفحة 144
(راجع حل المسائل التدريبية في الملزمة)

وزن معادلات الأكسدة والاختزال

طريقة عدد التأكسد جدول 4-4 صفحة 147
(راجع حل المسائل التدريبية في الملزمة) راجع وزن المعادلات الكيميائية الكتاب ص 148 , 150 , 153

يصعب وزن معظم معادلات الأكسدة والاختزال باستعمال الطريقة التقليدية.

وزن الأكسجين يضاف جزيئات ماء في جهة نقص الأكسجين بمقدار نقص الأكسجين ولا يعتمد على نوع الوسط .

وزن الهيدروجين يعتمد على نوع الوسط
في الوسط الحمضي يوزن الهيدروجين بإضافة H^+ في جهة نقص الهيدروجين بمقدار النقص .
في الوسط القاعدي يوزن الهيدروجين بإضافة H_2O في جهة نقص الهيدروجين بمقدار النقص وفي الجهة الأخرى يضاف أيونات OH^- .

نصف التفاعل هو أحد جزئي تفاعل الأكسدة والاختزال.

الفصل الخامس : الكيمياء الكهربائية

الخلايا الجلفانية:

تحدث الاكسدة في الخلايا الجلفانية عند الأنود (المصعد) منتجة إلكترونات تتدفق نحو الكاثود (المهبط) حيث يحدث الاختزال .

الكيمياء الكهربائية: هي دراسة عمليات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية، وبالعكس.

القنطرة الملحية: استمرار للتفاعل ، وهي ممر لتدفق الأيونات من جهة لأخرى .

الخلية الكهروكيميائية: جهاز يستعمل تفاعل الأكسدة والاختزال لإنتاج طاقة كهربائية، أو يستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي.

الخلية الجلفانية نوع من الخلايا الكهروكيميائية التي تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائيةً بواسطة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي.

الشكل 5-2 صفحه 169

تتكون الخلايا الكهروكيميائية من جزأين يطلق على كل منهما **نصف الخلية**

يحتوي كل نصف خلية على قطب ومحلول يشتمل على أيونات.

القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة **الأنود** anode **(المصعد)**

يسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال **الكاثود** cathod **(المهبط)**

الفولت هو الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية.

مدى قابلية المادة لاكتساب الإلكترونات هو **جهد الاختزال**

يقاس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد، فاختاروا **قطب الهيدروجين القياسي**

تكون من شريحة صغيرة من البلاتين مغموسة في محلول حمض الهيدروكلوريك HCl الذي يحتوي على أيونات هيدروجين بتركيز 1M .ويتم ضخ غاز الهيدروجين H_2 في المحلول عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 25 °C ،وتعرف هذه الظروف بالظروف القياسية (STP

فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي $E°_{H_2}$ مساويا 0.000V

$$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 \qquad E°H_2 = 0.000V$$

تدفق الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس، وتختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس

$$H_{2(g)} + Cu^{+2}_{(aq)} \longrightarrow 2H^+_{(aq)} + Cu_{(s)}$$

مقارنة قطب النحاس بقطب الهيدروجين

$$H_2 | H^+ \;||\; Cu^{2+} | Cu \qquad E°_{Cu} = +0.342\ V$$

مقارنة قطب الخارصين بقطب الهيدروجين

$$Zn | Zn^{2+} \;||\; H^+ | H_2 \qquad E°_{Zn} = -0.762V$$

أن أيونات الهيدروجين عند قطب الهيدروجين تكتسب إلكترونات أسهل من أيونات الخارصين، لذا يكون جهد اختزال أيونات الهيدروجين أعلى من جهد اختزال أيونات الخارصين، يكون قيمة سالبة.

معادلة جهد الخلية صفحة

$$E°_{cell} = E°_{cathod} - E°_{anode}$$

جهد الخلية القياسي = الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.

تتدفق الإلكترونات تلقائي في الخلية الجلفانية من نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي الأقل إلى نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي الأكبر؛ لتعطي جهدا موجبا للخلية.

لجهد المحسوب موجب أما إذا كانت القيمة سالبة فالتفاعل غير تلقائي. لكن في حالة عكس تفاعل غير تلقائي فسيكون له جهد خلية موجب؛ وهذا يعني أن التفاعل العكسي يكون تلقائيا.

جهود نصف الخلية: (حسب جهود الاختزال القياسية في الجدول 1-5 ص172)

ملاحظة هامة : سيحدث نصف التفاعل الذي له جهد اختزال أقل قي اتجاه عكسي ، ويصبح تفاعل أكسدة.

نصف التفاعل الذي له جهد اختزال موجب أكبر يحدث في صورة **اختزال .**

نصف التفاعل الذي له جهد اختزال سالب أكبر يحدث في صورة **أكسدة .**يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية 25C° و 1atm ويرمز له بالرمز E° .

البطاريات :

البطاريات خلايا جلفانية تستعمل التفاعلات التلقائية لإنتاج الطاقة لأغراض متعددة .
والبطارية عبارة عن خلية جلفانية
خلية الخارصين والكربون الجافة الخلية الجافة هي خلية جلفانية.

البطاريات القلوية: لقد حلت الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة، محل خلية الخارصين والكربون الجافة
بطاريات الفضة: أصغر حجما، وتستعمل في تزويد الأجهزة بالطاقة، ومنها سماعات الأذن والساعات وآلات التصوير.

البطاريات الأوية والثانوية خلايا الخارصين والكربون، والقلوية، والفضة على أنها بطاريات أولية.

البطاريات الأولية: هي التي تنتج طاقة كهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال الذي لا يحدث بشكل عكسي بسهولة، وتصبح البطارية غير صالحة للاستعمال بعد انتهاء التفاعل .

البطاريات الثانوية: وهي تعتمد على تفاعل الأكسدة والاختزال العكسي، لذا فإنه يمكن شحنها. فبطارية السيارة والحاسوب المحمول بطاريات التخزين التي تستعمل في آلات الحلاقة وآلات التصوير الرقمية بطاريات نيكل – كادميوم قابلة للشحن.

بطاريات تخزين المركم الرصاصي الحمضية: تستخدم في السيارات بطاريات الرصاص الحمضية وهو الاسم الأكثر شيوعا لها؛ لأن المحلول الموصل في البطارية هو محلول حمض الكبريتيك، وهي بطارية غير جافة.

بطاريات الليثيوم : بطارية ذات وزن خفيف، تخزن كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها لذا ركز المهندسون انتباههم على عنصر الليثيوم لسببين، هما: أن الليثيوم أخف فلز معروف، وأن له أقل جهد اختزال قياسي بالنسبة إلى العناصر الفلزية الأخر V -3.40
وتستمر بطاريات الليثيوم فترة أطول .
تستعمل عادة في الساعات والحواسيب وآلات التصوير للحفاظ على الزمن والتاريخ والذاكرة والاستعدادات الشخصية حتى عند إطفاء الجهاز.

خلية الوقود: خلية جلفانية وتختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى ؛ لأنها تزود بالوقود باستمرار من مصدر خارجي.
وبسبب المصدر الخارجي فإن خلية الوقود لا تنفد مثل سائرالبطاريات ؛ حيث تستمر في إنتاج الكهرباء ما دام الوقود متوافر .
التآكل : هو خسارة الفلز الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة.
لمنع التآكل هي **الجلفنة**؛ إذ يتم بها تغليف الحديد بفلز أكثر مقاومة للتأكسد.
طرائق الحماية من التآكل هي: الطلاء، أو التغليف بفلز آخر، أو استعمال أنود مضح.

التحليل الكهربائي :

يؤدي وجود مصدر تيار كهربائي في التحليل الكهربائي إلى حدوث تفاعل غير تلقائي في الخلايا الكهروكيميائية .
ويسمى استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي **التحليل الكهربائي**.
وتسمى الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تحليل كهربائي **خلية التحليل الكهربائي**.
فعند إعادة شحن بطارية ثانوية مثلا فإنها تعمل عمل خلية تحليل كهربائي.
تطبيقات التحليل الكهربائي
التحليل الكهربائي للماء و التحليل الكهربائي لمصهور NaCl والتحليل الكهربائي لماء البحر و إنتاج الألومنيوم و تقنية الخامات (تقنية الفلزات) و الطلاء بالكهرباء .
الخلاصه صفحة 192

الفصل السادس : المركبات العضوية الحيوية

البروتينات :

تؤدي البروتينات وظائف أساسية تشمل تنظيم التفاعلات الكيميائية والدعم البنائي ونقل المواد وتقلصات العضلات .
تعدً الإنزيمات نوعا من البروتينات. **والبروتينات** بوليمرات عضوية تتكون من أحماضً أمينية مرتبطة معا بترتيب معين والأحماض الأمينية، كما يدل اسمها، جزيئات عضوية توجد فيها مجموعة الأمين ومجموعة الكربوكسيل الحمضية.

التركيب العام للحمض الأميني صفحة 206

يوجد في كل حمض أميني ذرة كربون مركزية محاطة بأربع مجموعات: مجموعة الأمين ($-NH_2$) ومجموعة الكربوكسي $COOH$- وذرة هيدروجين وسلسلة جانبية متغيرة R .

الرابطة الببتيدية يستطيع حمضان أمينيان أن يتحدا لتكوين أميد، وينطلق ماء في هذه العملية. هذا التفاعل هو تفاعل تكثف **الرابطة الببتيدية**.

الببتيد: يطلق على السلسلة المكونة من حمضين أمينيين أو أكثر مرتبطةً معا بروابط ببتيدية.
ثنائي الببتيد: الجزيء المكون من حمضين أمينيين مرتبطين معا برابطة ببتيدية .
عديد الببتيد: عشرة أحماض أمينية أو أكثر متصلة بروابط ببتيدية .

البروتينات: تعمل في معظم المخلوقات الحية عمل الإنزيمات والعوامل المحفزة للتفاعلات الكثيرة التي تحدث في الخلايا الحية.
الإنزيم: عاملاً محفزا حيوي حيث يعمل على تسريع التفاعل الكيميائي دون أن يستهلك في هذا التفاعل.
ويؤدي عادة إلى تخفيض طاقة تنشيط التفاعل .
بروتينات النقل: بروتين الهيموجلوبين، الذي ينقل الأكسجين في الدم من الرئتين إلى سائر الجسم.

الدعم البنائي: تكوين تراكيب حيوية للمخلوقات الحية ، البروتين البنائي الأكثر توافراً في معظم الحيوانات هو الكولاجين وهو جزء من الجلد والأربطة والعظام ، ومن البروتينات البنائية الأخرى الريش والفرو والصوف والأظفار والشعر .

الاتصالات: الهرمونات جزيئات تحمل الإشارات من أحد أجزاء الجسم إلى جزء آخر.
وبعض الهرمونات بروتينات ومنها الأنسولين (الذي ينظم نسبة السكر في الدم)
– هرمونات الغده الدرقية - هرمونات النمو .

الكربوهيدرات :

تزود الكربوهيدرات المخلوقات الحية بالطاقة والمواد البنائية .
الصيغة الجزيئية العامة للكربوهيدرات $C_n(H_2O)_n$
الأغذية الغنية بالكربوهيدرات الحليب والفواكه والخبز والبطاطس. والكربوهيدرات مركبات عضوية تحتوي على عدة مجموعات من الهيدروكسيل HO- بالإضافة إلى مجموعة الكربونيل الوظيفية ($O=C$)

السكريات الاحادية: ابسط أنواع الكربوهيدرات
سكر الجلوكوز (سكر الدم) ، وسكر الجلاكتوز (شبيه الجلوكوز) ، سكر الفركتوز (سكر الفواكه)
السكريات الثنائية: السكروز (سكر المائدة) يستعمل بالتحلية ويتكون من اتحاد الجلوكوز مع الفركتوز
– اللاكتوز (سكر الحليب) يتكون من اتحاد الجلوكوز والجلاكتوز .
السكريات العديدة التسكر: تتكون من السكريات البسيطة وتحتوي على 12 وحدة بناء أساسية أو أكثر. الجلايكوجين يتالف من وحدات الجلوكوز تختزن الطاقة وتوجد في الكبد والعضلات .
– من الأمثلة الأخرى لها النشا والسليلوز .

الليبيدات :

تكوّن الليبيدات الأغشية الخلوية وتختزن الطاقة وتنظم العمليات الخلوية .
الليبيدات جزيئات حيوية كبيرة غير قطبية ، تختزن الطاقة ، تكون تركيب الاغشية الخلوية .
الليبيدات ليست بوليمرات إلا أن لها وحدة بناء رئيسة مشتركة ووحدات البناء هذه هي **الاحماض الدهنية** ، وهي أحماض كربوكسيلية ذات سلاسل طويلة .وتحوي الصبيعية منها مابين 12 و 24 ذرة كربون
ويمثل تركيبها بالصيغة $CH_3(CH_2)_nCOOH$
ترتبط ثلاثة أحماض دهنية بالجليسرول بروابط إستر يتكون **الجليسريد الثلاثي**
الجليسريدات الثلاثية صلبة أو سوائل في درجة حرارة الغرفة تكون سوائل تسمى عادة زيوتا. فإذا كانت صلبة في درجة حرارة الغرفة تسمى دهونا.
لجزيء الصابون طرفان: طرف قطبي، وآخر غير قطبي.
يستعمل الصابون مع الماء في تنظيف الأوساخ والزيوت غير القطبية؛ لأن جزيئات الأوساخ والزيوت غير القطبية ترتبط بالطرف غير الً قطبي لجزيئات الصابون، في حين يكون الطرف القطبي لجزيئات الصابون قابلا للذوبان في الماء.
الليبيدات الفوسفورية هناك نوع مهم آخر من الجليسريد الثلاثي يسمى الليبيد الفوسفوري يوجد بكثرة في الاغشية البلازمية .
الليبيدات الفوسفورية جليسريدات ثلاثية استبدل فيها أحد الأحماض الدهنية بمجموعة فوسفات قطبية، تكون الجزء القطبي من الجزيء رأسا
الشموع عبارة عن نوع آخر من الليبيدات تحتوي أيضا على أحماض دهنية. والشموع ليبيدات تتكون من اتحاد حمض دهني مع كحول ذي سلسلة طويلة
الستيرويدات ليبيدات تحتوي تراكيبها على حلقات متعددة الهرمونات الجنسية- الكولسترول – فيتامين د

الأحماض النووية:

تخزن الأحماض النووية المعلومات الوراثية وتنقلها .
والحمض النووي مبلمر حيوي يحتوي على النيتروجين، ويقوم بتخزين المعلومات الوراثية ونقلها.
وتسمى وحدة البناء الأساسية للحمض النووي **النيوكليوتيد**
الأحماض النووية مبلمرات من النيوكليوتيدات التي تتكون من قاعدة نيتروجينية، ومجموعة فوسفات، وسكر .

DNA و RNA هما نوعين من الأحماض النووية التي توجد في الخلايا الحية .
وظيفة DNA و RNA وتقوم بتخزين المعلومات الوراثية للخلية في النواة .

*** مقارنة بين DNA و RNA توضح الفرق بين تركيب كلٍّ منهما :**

DNA	RNA
الحمض النووي ديوكسي رايبونيوكلييك DNA يحوي نيوكلوتيدات تتكون من مجموعة فوسفات ، **وسكر ديوكسي رايبوز** خماسي ذرات الكربون وقاعدة نيتروجينية .	الحمض النووي الرايبونيوكلييك RNA يحوي نيوكلوتيدات تتكون من مجموعة فوسفات ، **وسكر رايبوز** خماسي ذرات الكربون وقاعدة نيتروجينية .
يحوي القواعد النيتروجينية الأدنين (A) السايتوسين (C) والجوانين (G) **الثايمين (T)** .	يحوي القواعد النيتروجينية الأدنين (A) السايتوسين (C) والجوانين (G) **اليوراسيل(U)** .
يتكون DNA من **شريطين** على شكل لولب مزدوج يربط بين القواعد النيتروجينية بروابط هيدروجينية .	يتكون RNA من **شريط واحد** بدون وجود روابط هيدروجينية بين القواعد النيتروجينية .